



**Profesor  
Miguel Zavala**



# **QUÍMICA**

**GRUPO PITÁGORAS**

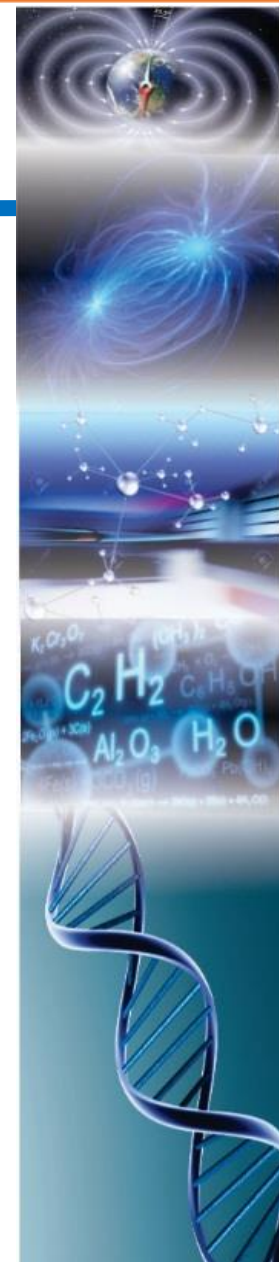
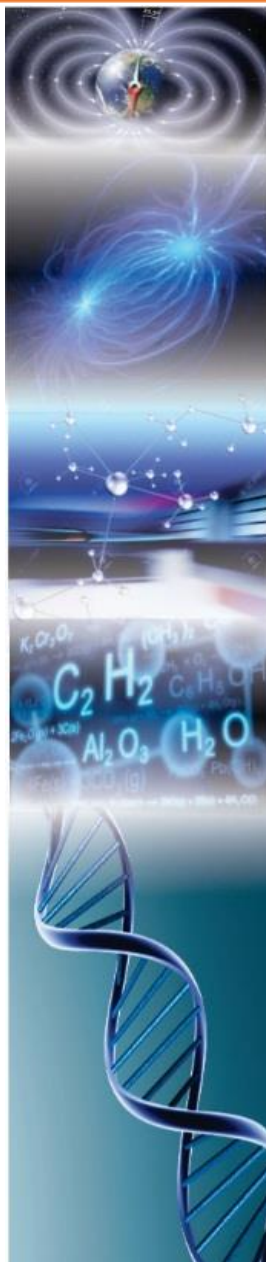
## ELECTROQUÍMICA

---

## CELDA GALVÁNICAS

---

## ELECTRÓLISIS





**Las usamos todos los días!**

... **A montones**



**Pila de  
mercurio**



**Pilas  
alcalinas**





## ¿y qué sabemos de ellas?

- A veces muy poco.
- Por ejemplo, que están hechas de materiales muy contaminantes.

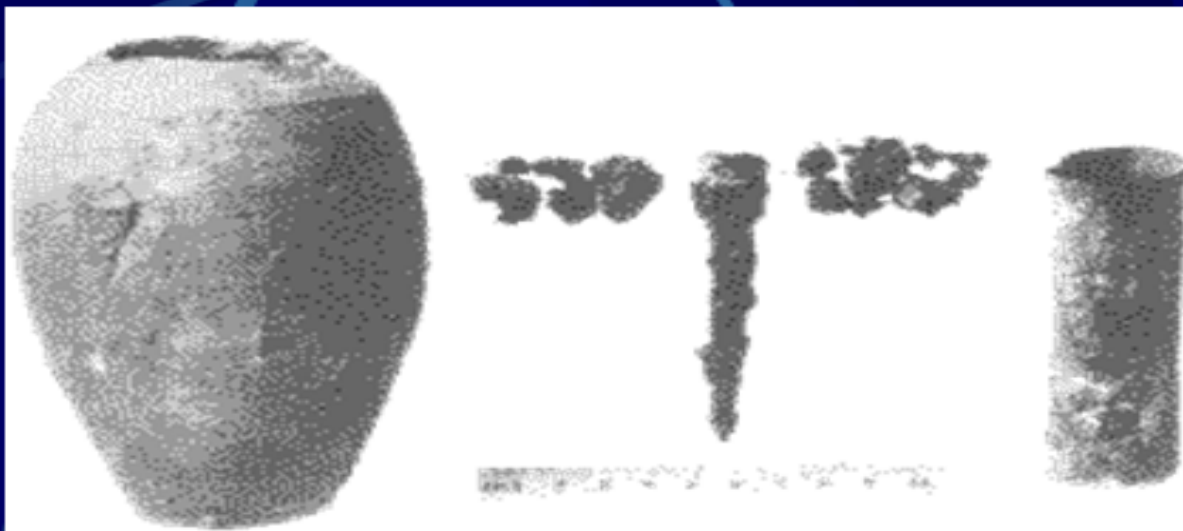


**Las pilas deben desecharse en lugares muy especiales!!**

*Una pila de mercurio (botón) puede contaminar **600.000** litros de agua.*

*Una pila alcalina puede contaminar **167.000** litros de agua*

## Las pilas son muy antiguas



Los hallazgos arqueológicos parecen indicar que el uso de las pilas es más antiguo de lo que se cree. En Khujut Rabu'a (Irak), al sudeste de Bagdad, se han encontrado restos de hace más de 2000 años de lo que parece ser una pila, que consiste de una varilla de fierro y una hoja de cobre cilíndrica, contenidas en una vasija cerámica que posiblemente se llenaba con jugo de frutas y, se cree, era utilizada para depositar metales.

*¿Por qué no pruebas hacerlo en casa?*





## Un reloj que funciona a ... frutas?!

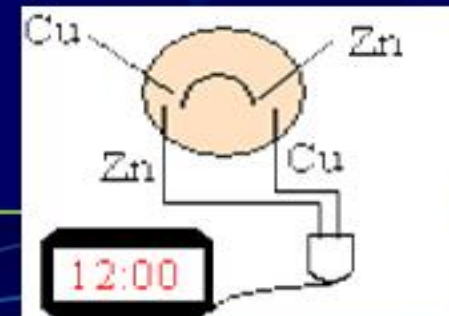


Un electrodo de zinc se une a uno de los polos de un reloj digital, y un electrodo de cobre se une al otro. Utiliza cable eléctrico para esto.

Los electrodos son insertados en una fruta o vegetal (prueba varios). Los electrodos deben estar separados unos 4 cm en el vegetal.

Un cable es unido a piezas de zinc y cobre, las cuales son insertados en el fruto de modo que el zinc este cercano al primer electrodo de cobre, y la pieza de cobre se acerca al primer electrodo de zinc. La distancia debe ser de unos 0,5 cm.

Asi obtendremos unos 1,2 V (2 pilas caseras).



*Hazlo en tu casa!!*



## Electroquímica

- La electroquímica se ocupa del estudio de la interconversión entre sí de las formas de energía química y eléctrica, así como de las leyes y regularidades involucradas en este proceso.

Energía eléctrica  Energía química



## Reacciones de oxido-reducción (Reacciones REDOX)

- Son aquellas en las que hay transferencia de electrones y, por lo tanto, se producen cambios en los estados de oxidación

Ejemplo:



**REDUCCIÓN**  
(Disminuye EO)

**OXIDACIÓN** (aumenta EO)

## Semirreacciones

- La anterior reacción puede decirse que ocurrió así:

proceso de **re**ducción:  $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g})$

proceso de **ox**idación:  $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$

---

reacción total:  $2\text{H}^+ + \text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2(\text{g})$

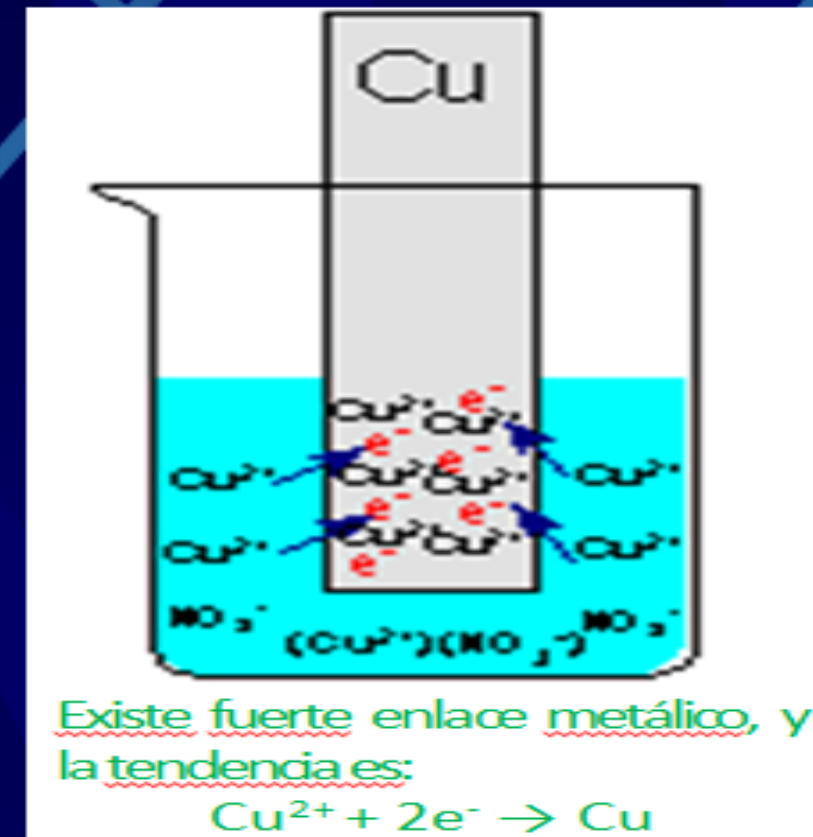
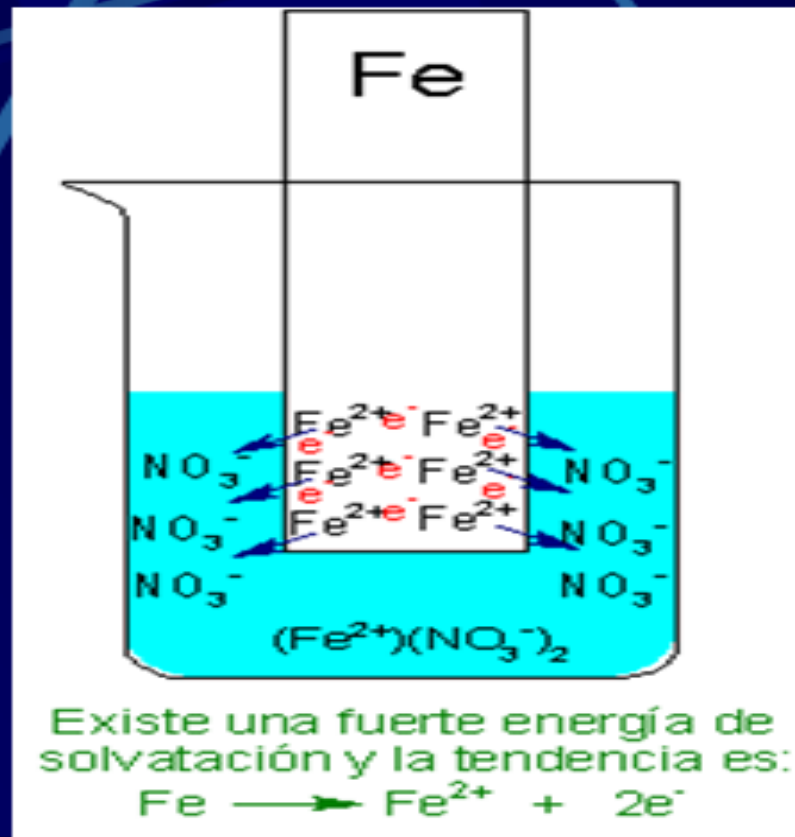
La reacción **redox** total la hemos desdoblado en dos **semirreacciones**, que indican dos procesos que han ocurrido simultáneamente: si una especie se reduce, es por que otra se oxida.

## Semiceldas

- Son dispositivos en los cuales podrían ocurrir las semirreacciones. Mantienen en contacto todas involucradas en la semirreacción. Siempre requieren un electrodo (conductor eléctrico).



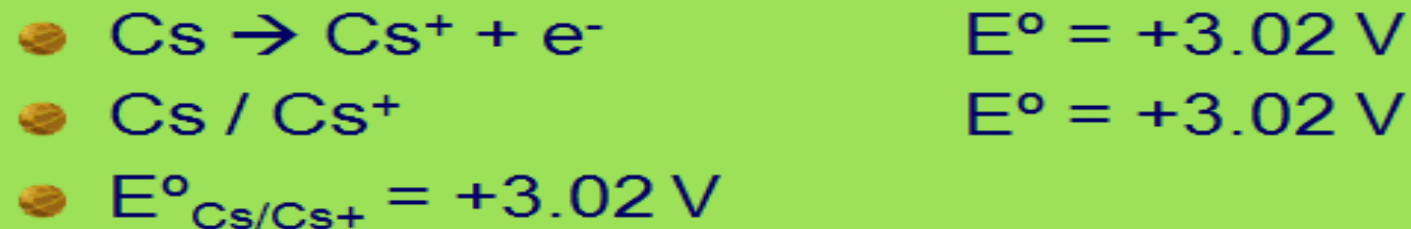
## Semiceldas



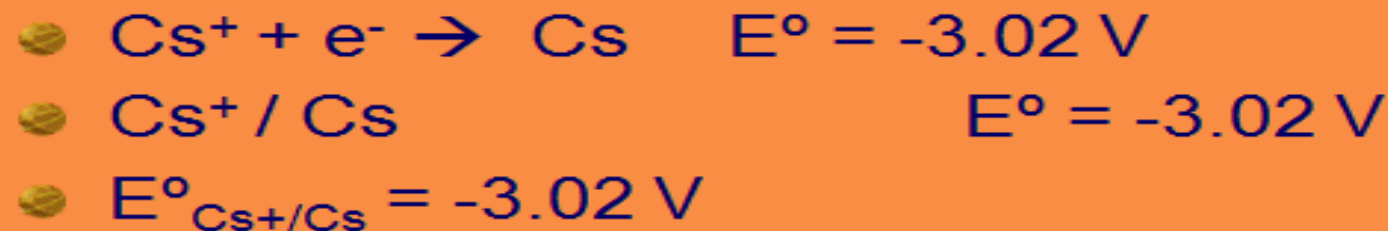
## Potencial Estándar de oxido-reducción ( $E^\circ$ )

- Mide las diferentes tendencias de las especies químicas a oxidarse o reducirse. Se mide en voltios (V). Se denomina estándar ( $E^\circ$ ) si se mide a 25 °C, 1 atm, 1M.
- Si una especie se oxida  $\rightarrow E^\circ_{\text{ox}}$
- Si una especie se reduce  $\rightarrow E^\circ_{\text{red}}$
- Como oxidación y reducción son procesos inversos:

## Ejemplos de $E^\circ$



Expresado  
como  
oxidación



Expresado  
como  
reducción

**Los valores de  $E^\circ$  se encuentran tabulados como potenciales de reducción ( $E^\circ_{\text{red}}$ )**

*¿cuánto mayor sea el potencial, mayor será la tendencia de la especie a oxidarse o reducirse!*



## Tabla de Potenciales ( $E^\circ$ )

$F_2(g) + 2e^- \rightarrow 2F^-(ac)$	$E^\circ =$	+ 2,87 V
$H_2O_2(ac) + 2H^+(ac) + 2e^- \rightarrow 2H_2O$		+ 1,82
$PbO_2(s) + 4H^+ + SO_4^{2-}(ac) + 2e^- \rightarrow PbSO_4(ac) + 2H_2O$		+ 1,77
$MnO_4^-(ac) + 8H^+(ac) + 5e^- \rightarrow Mn^{2+}(ac) + 4H_2O$		+ 1,51
$Au^{3+}(ac) + 3e^- \rightarrow Au(s)$		+ 1,50
$Cr_2O_7^{2-}(ac) + 14H^+(ac) + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+}(ac) + 7H_2O$		+ 1,33
$O_2(g) + 4H^+(ac) + 2e^- \rightarrow 2H_2O$		+ 1,23
$Ag^+(ac) + e^- \rightarrow Ag(s)$		+ 0,80
$Fe^{3+}(ac) + e^- \rightarrow Fe^{2+}(ac)$		+ 0,77
$MnO_4^-(ac) + 2H_2O + 3e^- \rightarrow MnO_2(s) + 4OH^-(ac)$		+ 0,59
$O_2(g) + 2H_2O + 4e^- \rightarrow 4OH^-(ac)$		+ 0,40
$Cu^{2+}(ac) + 2e^- \rightarrow Cu(s)$		+ 0,34
$2H^+(ac) + 2e^- \rightarrow H_2(g)$		+ 0,00
$Pb^{2+}(ac) + 2e^- \rightarrow Pb(s)$		- 0,13
$Ni^{2+}(ac) + 2e^- \rightarrow Ni(s)$		- 0,25
$PbSO_4(s) + 2e^- \rightarrow Pb(s) + SO_4^{2-}(ac)$		- 0,31
$Fe^{2+}(ac) + 2e^- \rightarrow Fe(s)$		- 0,44
$Zn^{2+}(ac) + 2e^- \rightarrow Zn(s)$		- 0,76
$2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2(g) + 2OH^-(ac)$		- 0,83
$Al^{3+}(ac) + 3e^- \rightarrow Al(s)$		- 1,66
$Mg^{2+}(ac) + 2e^- \rightarrow Mg(s)$		- 2,37
$Na^+(ac) + e^- \rightarrow Na(s)$		- 2,71
$Ca^{2+}(ac) + 2e^- \rightarrow Ca(s)$		- 2,87
$Ba^{2+}(ac) + 2e^- \rightarrow Ba(s)$		- 2,90
$Li^+(ac) + e^- \rightarrow Li(s)$		- 3,05

## Uso de la Tabla de potenciales

Al comparar:



Ambos son  
procesos de  
reducción

**Podemos afirmar que la tendencia a la reducción en la plata es mayor que en el cinc, y a vez, que la tendencia a la oxidación del cinc es mayor que el de la plata.**



Ambos son  
procesos de  
oxidación

## Uso de la Tabla de potenciales

- A condiciones estándar, ¿cuál es mejor oxidante:  $\text{MnO}_4^-$  o  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ?



Un oxidante es la especie que sufre la reducción, por lo que el mejor oxidante será la especie con la mayor tendencia a la reducción:  $\text{MnO}_4^-$

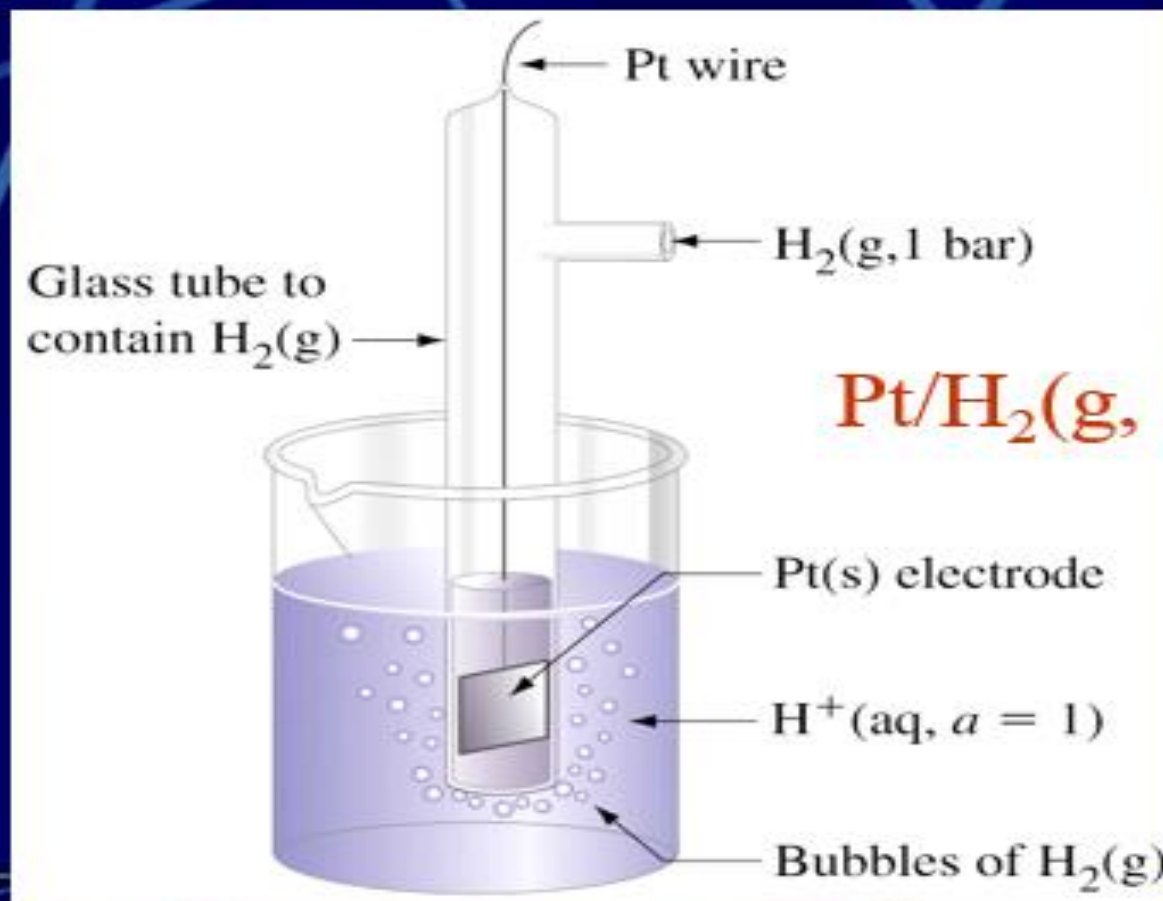


## La semicelda patrón de hidrógeno

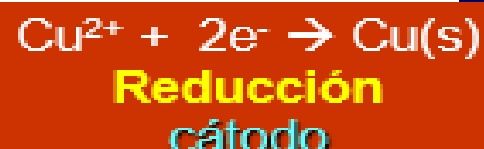
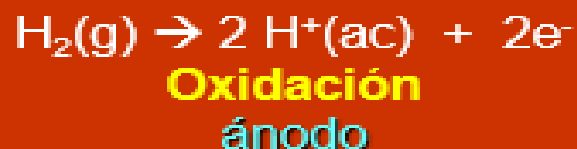
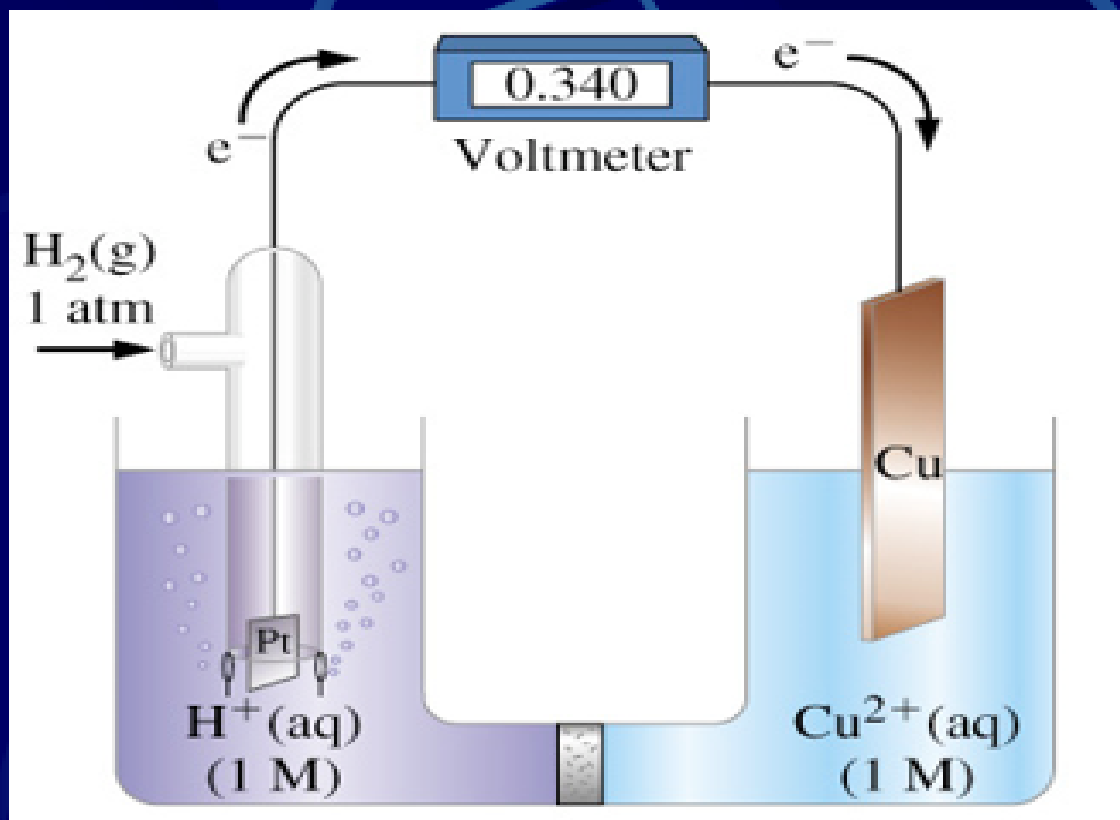
- No siendo posible determinar de modo de modo absoluto el potencial de un sistema, necesitamos de un patrón de referencia. En el caso de las semiceldas usaremos la de hidrógeno, para la cual, por convención, su potencial es cero.



## La semicelda patrón de hidrógeno



## Medida de los $E^\circ_{\text{red}}$



Para medir  $E^\circ_{\text{red}}$ , conectamos la semicelda patrón y la semicelda a evaluar. El voltímetro debe ser conectado de modo que la lectura sea siempre positiva; de ese modo la semicelda conectada al extremo negativo del voltímetro es el **ANODO**. El otro extremo se llama **CÁTODO**. En este caso la lectura es +0,340 V, y el ánodo resultó ser la semicelda de hidrógeno: **el cobre se reduce más fácilmente que el hidrógeno.**

Puesto que el potencial del hidrógeno es cero, el voltaje leído solo corresponde al cobre, y por tanto:  $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,340 \text{ V}$ .

De ese modo se construye la Tabla de Potenciales.



## Celdas galvánicas

- Son los dispositivos en los cuales se conectan 2 semipilas de diferente potencial, de modo que generan una corriente eléctrica → **a partir de una reacción química se obtendrá energía eléctrica.**

## Celda Zn-Cu

Para esta celda tenemos:

$E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V} \longrightarrow$  Se reduce fácilmente!

$E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V} \longrightarrow$  Se oxida fácilmente!

Oxidación  $\rightarrow$  ánodo:  $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$

Reducción  $\rightarrow$  cátodo:  $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$

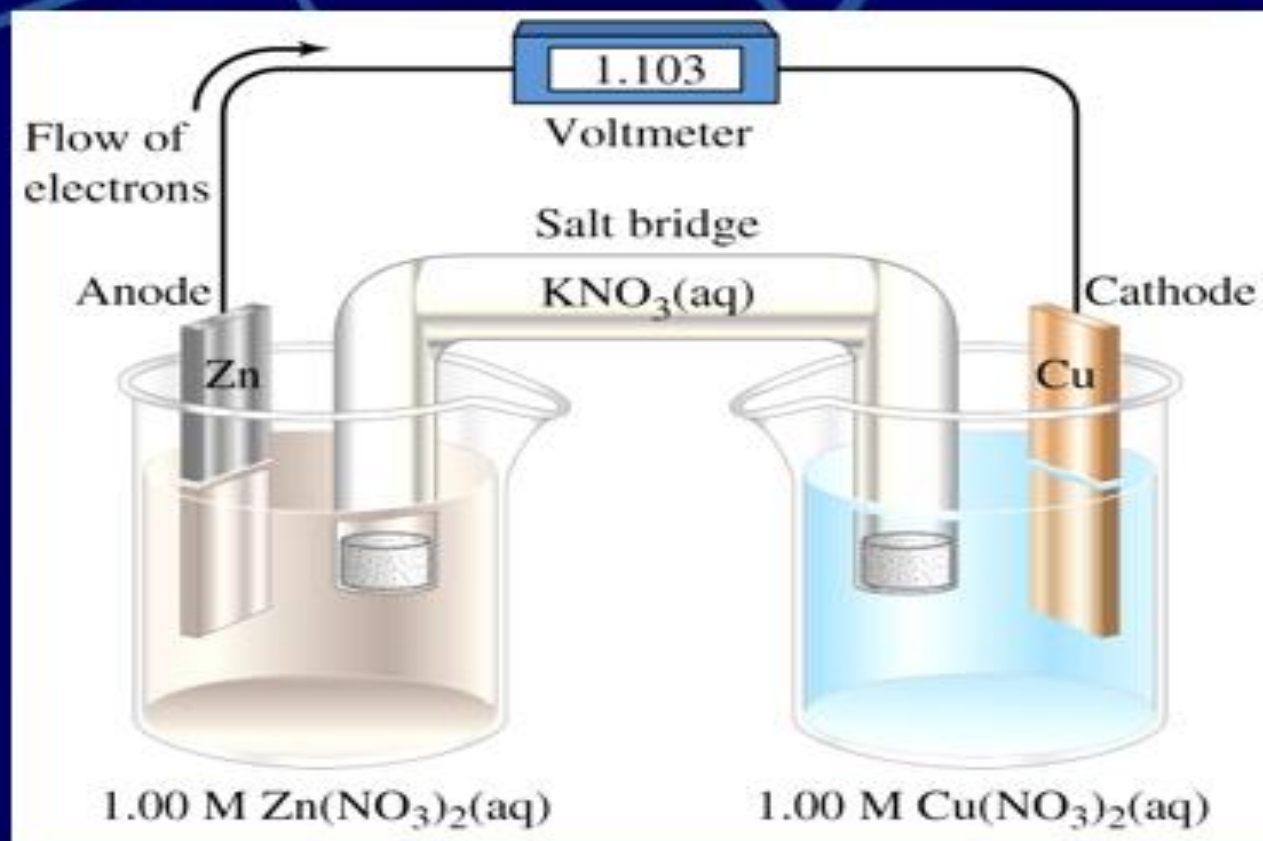
Reacción global:  $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Cu} + \text{Zn}^{2+}$

Fem de la pila =  $+0,34 - (-0,76) = + 1,10 \text{ V}$

Representación:  $\text{Zn(s)}/\text{Zn}^{2+}(1\text{M})//\text{Cu}^{2+}(1\text{M})/\text{Cu(s)}$

**Toda reacción espontánea tiene fem positiva !!**

## Celda Zn-Cu



## Espontaneidad de las reacciones redox

Si el potencial calculado para una reacción redox es una cantidad positiva, la reacción será espontánea. Si el potencial calculado es negativo la reacción no será espontánea.

Ej.: ¿  $\text{Ni(s)} + \text{Zn}^{2+}(1\text{M}) \rightarrow \text{Ni}^{2+}(1\text{M}) + \text{Zn(s)}$  ?

$$E^{\circ}_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} = -0,236 \text{ V}$$

$$E^{\circ}_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,762 \text{ V}$$

$$E^{\circ} = E^{\circ}_{\text{red Zn}^{2+}} - E^{\circ}_{\text{red Ni}} = (-0,762) - (-0,236) = -0,526 \text{ V}$$

CEPRE-UNI



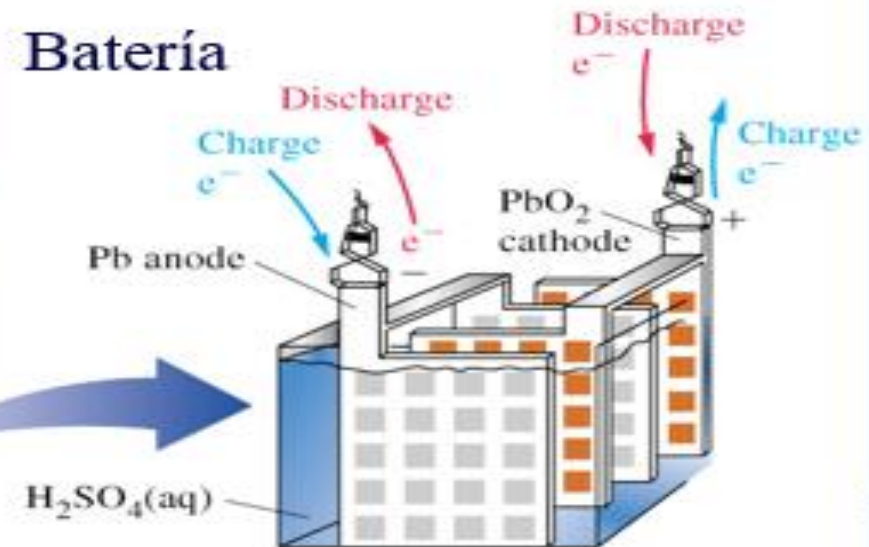
¡La reacción no será espontánea!



## Celda comerciales



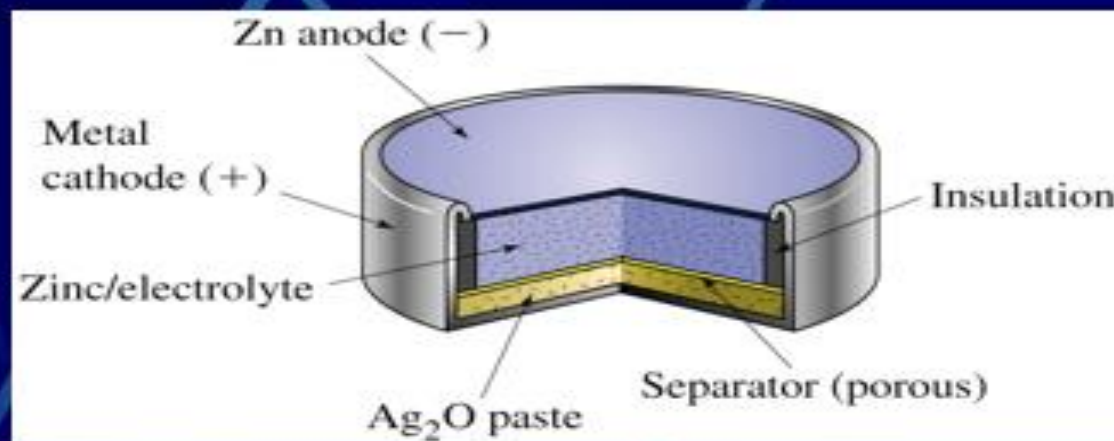
## Batería



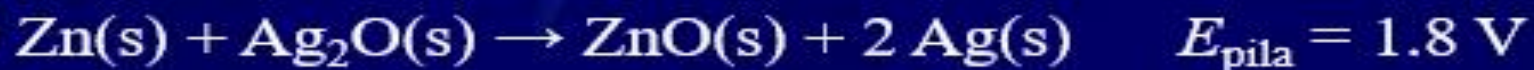
## Celdas comerciales



Pila Ni-Cd



Pila Ag-Zn



## Celdas electrolíticas

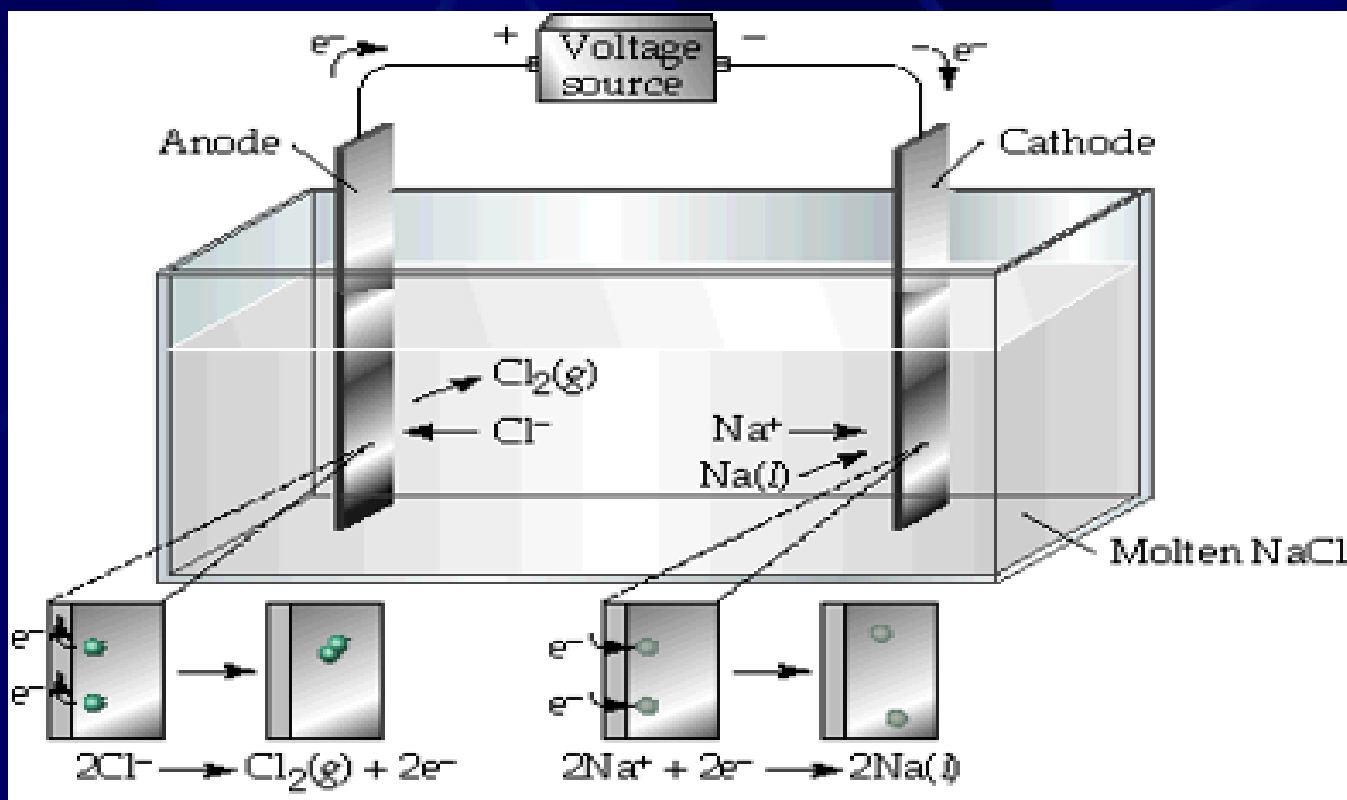
- Son dispositivos en los cuales la energía eléctrica se usa para generar una reacción química que en otras condiciones no sucedería espontáneamente. A este proceso se le llama electrólisis.
- Una celda electrolítica debe contener:
  - Dos electrodos, ánodo o cátodo (inertes o activos)
  - Una fuente de corriente continua (una “bomba de electrones”).
  - Un electrolito (sal fundida o solución acuosa)

## Celdas electrolíticas

- Al cerrar el circuito los electrones generados por la fuente externa llegan al **cátodo** (polo -) y la electrólisis se realiza se estos electrones son aceptados en una semirreacción de reducción. En el otro electrodo, el **ánodo** (polo +), simultáneamente una especie libera electrones y se oxida. Lo que determina si la electrólisis se produce es la “presión”, es decir, el voltaje con el que son “bombeados” los electrones.



## Electrólisis de NaCl fundido



En este caso las reacciones son:

Cátodo (reducción):  $[\text{Na}^+ + e^- \rightarrow \text{Na}(\text{l})] \times 2$

Ánodo (oxidación):  $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2(\text{g}) + 2e^-$

Reacción global:  $2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^- \rightarrow 2\text{Na}(\text{l}) + \text{Cl}_2(\text{g})$

$\text{NaCl}(\text{l})$

## Electrólisis de NaCl fundido

En este caso los potenciales serían:

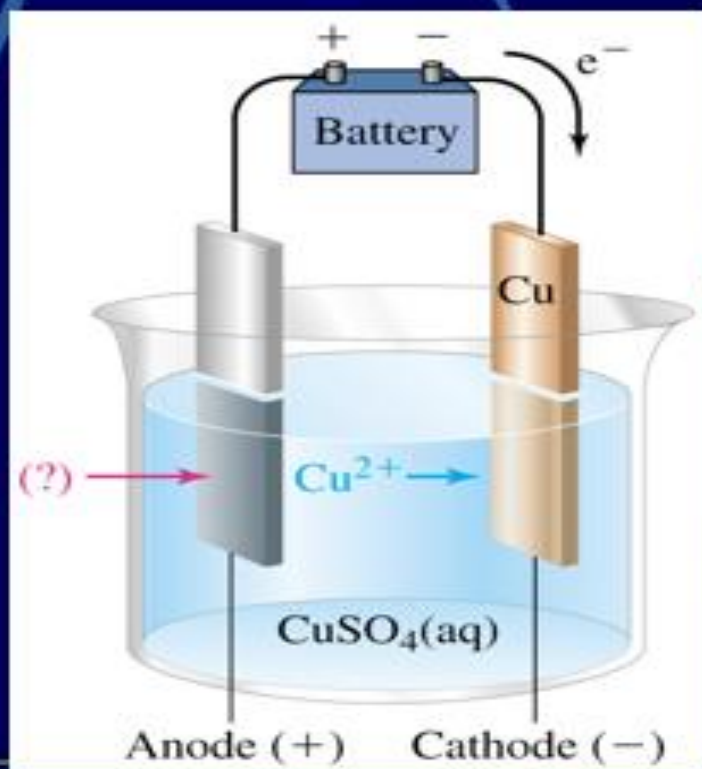
Cátodo (reducción):  $[\text{Na}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Na(l)}] \times 2$   $E^\circ = -2.71 \text{ V}$

Ánodo (oxidación):  $2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{e}^-$   $E^\circ = -1.36 \text{ V}$

Reacción global:  $2\text{Na}^+ + 2 \text{Cl}^- \rightarrow 2 \text{Na(l)} + \text{Cl}_2(\text{g})$   $E^\circ = -4.07 \text{ V}$

Es decir la fuente de corriente continua debe tener al menos un potencial de 4.07 V, para que la reacción ocurra !

## Complicaciones en las celdas electrolíticas



- La electrólisis de soluciones acuosas no siempre son fáciles de predecir.
- Las predicciones antes hechas nada nos dicen sobre las velocidades de reacción.

## Complicaciones

- **Sobrepotencial** (a menudo es necesario un potencial mayor al calculado en teoría).
  - La deposición de metales requiere pequeños sobrevoltajes.
  - La liberación de  $H_2$  y  $O_2$  requiere sobrevoltajes altos.
- **Reacciones competitivas.**
  - Una molécula o ion del soluto se oxida o reduce
  - El solvente puede oxidarse o reducirse.
  - El propio electrodo podría oxidarse o reducirse.
- **Estados no estándar** (varía el potencial  $E^\circ$ )
- **Naturaleza de los electrodos** (inertes o activos)



## Sin embargo...

- En el ánodo ocurrirá la reacción de oxidación de mayor potencial de oxidación (menor  $E_{\text{red}}$ )
- En el cátodo ocurre la reacción de reducción de mayor potencial de reducción.

## **Electrólisis de soluciones acuosas** **Algunos resultados (con electrodos de Pt)**

- **Electrólisis de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  diluido**

### **Electrólisis del agua**

- Ánodo  $2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{H}^+ + \text{O}_2(\text{g}) + 4\text{e}^-$
  - Cátodo  $( 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2\text{OH}^- ) \times 2$
- 
- Reacción  $2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$

## Electrólisis de soluciones acuosas Algunos resultados (con electrodos de Pt)

- **Electrólisis de NaCl diluido**

### Electrólisis del agua

- Ánodo  $2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{H}^+ + \text{O}_2(\text{g}) + 4\text{e}^-$
  - Cátodo  $( 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2\text{OH}^- ) \times 2$
- 
- Reacción  $2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$

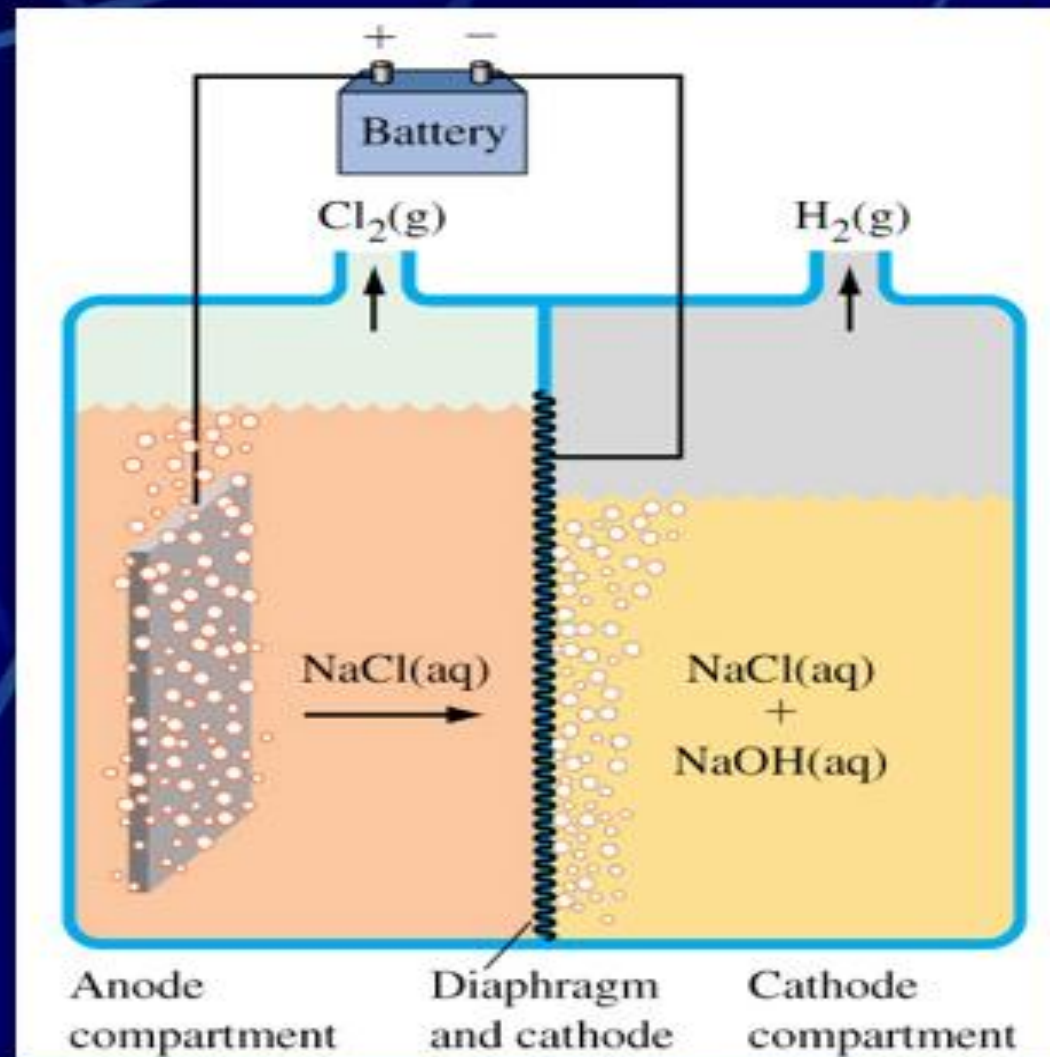
## **Electrólisis de soluciones acuosas** **Algunos resultados (con electrodos de Pt)**

### ● **Electrólisis de NaCl concentrado** **(salmueras, como el agua de mar)**



**3 productos industriales**  
**muy importantes !**

## Electrólisis de NaCl concentrado (salmueras, como el agua de mar)





## **Electrólisis de soluciones acuosas** **Algunos resultados (con electrodos de Pt)**

### ● **Electrólisis de HCl concentrado**



## **Electrólisis de soluciones acuosas** **Algunos resultados (con electrodos de Pt)**

- **Electrólisis de soluciones acuosas de sales inorgánicas metálicas**
- **Generalmente ocurre:**
  - **Ánodo → oxidación del agua**  
$$2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 4 \text{H}^+ + \text{O}_2(\text{g}) + 4\text{e}^-$$
  - **Cátodo → reducción de catión metálico**  
$$\text{M}^{n+} + n \text{e}^- \rightarrow \text{M}(\text{s})$$

## Electrólisis de soluciones acuosas Algunos resultados (con electrodos de Pt)

### ● Ejemplo: electrólisis del $\text{CuSO}_4(\text{ac})$



## Electrólisis del agua



## Aplicaciones de la electrólisis



Galvanoplastia



## Aplicaciones de la electrólisis

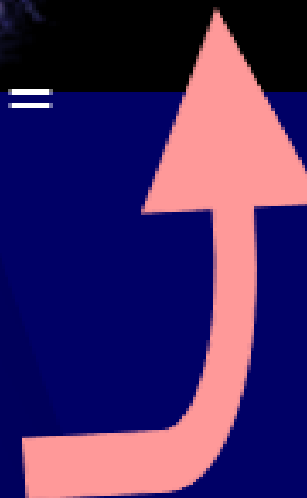
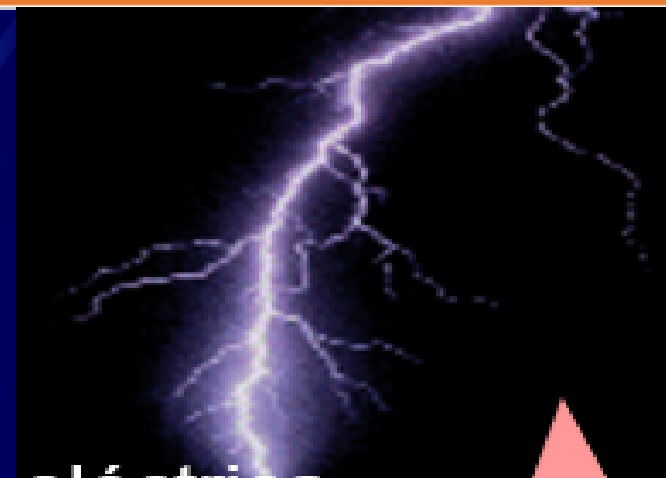
- Afino electrolítico  
Obtención de metales de alta pureza, como el cobre



## Aspectos cuantitativos de la electroquímica

- Corriente eléctrica = flujo de  $e^-$
- Cantidad de electricidad = carga eléctrica =  $q \rightarrow$  se mide en coulomb (C)
- Unidad mínima de carga eléctrica = carga de un electrón =  $1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$
- 1 faraday (F) es equivalente a 1 mol de  $e^-$   
 $1 \text{ F} = 6,02 \cdot 10^{23} e^- = 96490 \text{ C}$
- Intensidad de corriente eléctrica (I) mide el flujo de electricidad en la unidad de tiempo  
 $\rightarrow$  se mide en amperes (A)

$$I = q/t \quad \rightarrow \quad q = I t$$



## Leyes de Faraday



### ● Primera Ley

La masa de cualquier sustancia liberada, depositada o consumida en un electrodo es proporcional a la carga eléctrica que pasa por el circuito

$$m \propto q$$



De la ley :  $m \propto q \rightarrow m = K \cdot q \dots\dots\dots (\alpha)$

Pero :  $q = I \cdot t$   $\left\{ \begin{array}{l} \rightarrow q = \text{Carga eléctrica (C)} \\ \rightarrow I = \text{Intensidad de corriente (A)} \\ \rightarrow t = \text{Tiempo (s)} \end{array} \right.$

coulomb (C) = ampere (A) . segundo (s)

$K = \text{constante electrolítica} = \frac{Eq - g}{96\,500}$

Reemplazando en  $(\alpha)$  :

$$m_x = \frac{Eq - g_x}{96\,500} \cdot I \cdot t$$

$t \rightarrow \text{segundos}$

$$m_x = \frac{Eq - g_x}{26,8} \cdot I \cdot t$$

$t \rightarrow \text{horas}$

## Leyes de Faraday

- Segunda Ley

Las masas de diferentes sustancias liberadas, depositadas o consumidas en diferentes electrodos son proporcionales a sus masa equivalentes.

$$\frac{m_A}{Eq_A} = \frac{m_B}{Eq_B} = \frac{m_C}{Eq_C} = \dots$$

~~$$\#eq_A = \#eq_B = \#eq_C = \dots$$~~

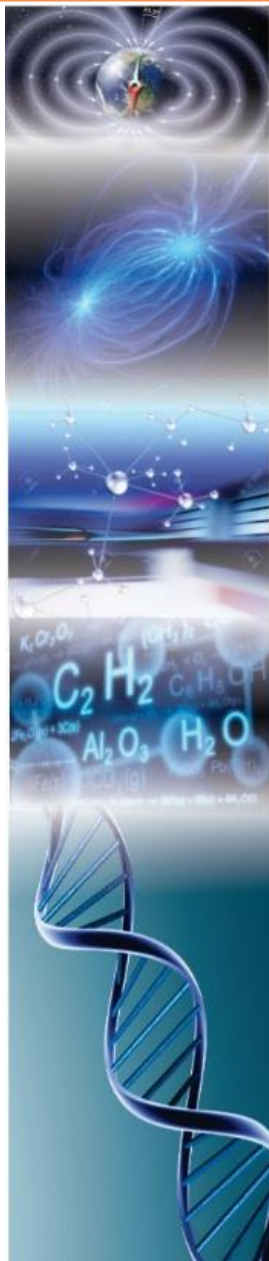


## MOMENTO DE PRACTICAR

---

## PROBLEMAS Y RESOLUCIÓN

---



01. Con relación a la electroquímica marque la alternativa INCORRECTA

- A) Los procesos electroquímicos se llevan a cabo en las celdas, las que pueden ser electrolíticas o galvánicas (pilas).
- B) Uno de los componentes principales de la celda son los conductores de primera y segunda especie.
- C) Tanto en las celdas galvánicas como en las electrolíticas, en el cátodo se produce la reducción y en el ánodo la oxidación.
- D) En una celda electrolítica la reacción redox se produce gracias a una fuente de corriente eléctrica externa.
- ☒ E) El Cu y el KI al estado sólido son empleados como conductores de primera y segunda especie, respectivamente.

## CELDA GALVÁNICA

02. Respecto a las celdas galvánicas, indicar las proposiciones correctas:

- I. El puente salino se encarga de mantener la electroneutralidad en las semiceldas.
- II. Los electrodos involucrados son activos.
- III. Los electrones fluyen por el circuito externo.

A) Sólo I   B) Sólo II   C) Sólo III   D) I y II   ☒ E) I, II y III

03. (UNI 2019-I) La fuerza electromotriz de una celda galvánica es independiente de:

- A) Naturaleza de los electrodos
- B) Concentración de los cationes
- C) Concentración de los aniones
- D) Temperatura del sistema
- ☒ E) Volumen de los electrolitos

04. De acuerdo a las proposiciones, indicar las correctas:

- I. Una celda galvánica alcanza un sistema en equilibrio cuando registra un valor de concentración molar igual a 1,0M en cada semicelda.
- II. Una celda galvánica de concentración presenta el cátodo en la solución más diluida.
- III. En una celda galvánica el potencial obtenido depende de las sustancias empleadas y de las concentraciones.

A) Sólo I                      B) I y III                      ☒ C) Sólo III  
D) I y II                      E) II y III

05. Según los siguientes potenciales:



¿Qué especie se oxida fácilmente?

- A) Cu    B)  $\text{Cu}^{2+}$     C) Ag    **D) Zn**    E)  $\text{Ag}^{1+}$

06. Marque la relación de verdad (V) o falsedad (F), de los siguientes enunciados:

I. En las celdas galvánicas se produce corriente eléctrica y las reacciones redox son espontáneas.

II. A diferencia de las celdas electrólíticas, las galvánicas necesitan de un puente salino.

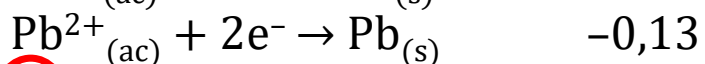
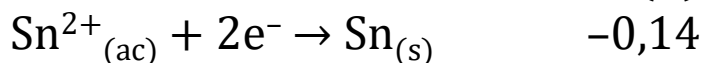
III. El potencial de la celda galvánica es la suma de los potenciales de las semiceldas y siempre es positivo.

IV. El potencial estándar ( $\varepsilon^\circ$ ) de la celda:



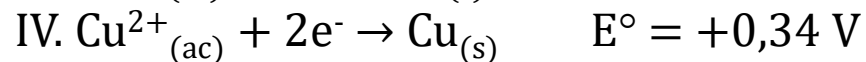
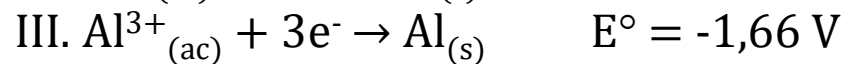
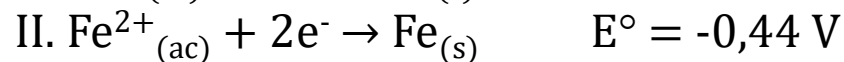
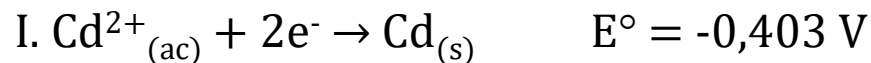
es 0,27 V.

Datos:  $\varepsilon^\circ (\text{V})$



- A) VVVF** B) VFFV C) VFVF D) FVFFV E) FFVV

07. Dado el siguiente conjunto de potenciales de semireacción:



Determine que par de semireacciones genera la celda galvánica con mayor f.e.m. posible.

- A) II y IV    B) I y II    C) I y III

- D) II y III    **E) III y IV**

08. Señale verdadero (V) o falso (F) respecto a las celdas galvánicas:

( ) En una celda galvánica se genera una fuerza electromotriz espontánea

( ) Si  $\Delta E^\circ \text{ celda} < 0$ , la reacción redox es espontánea

( ) Si  $\Delta E^\circ \text{ celda} > 0$ , la reacción redox no es espontánea

- A) VFF**    B) FVF    C) FFV

- D) VVF    E) VFV

09. Se tienen las siguientes semirreacciones de reducción y su respectivo potencial a 25°C

<u>Semirreacción</u>	<u>E° (volts)</u>
$\text{Ag}^+_{(\text{ac})} + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$	+0,799
$\text{Cu}^{2+}_{(\text{ac})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$	+0,337
$\text{Cd}^{2+}_{(\text{ac})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cd}$	-0,403
$\text{Zn}^{2+}_{(\text{ac})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$	-0,763

□Cuál será la celda voltaica que tenga el mayor potencial de celda?

- A)  $\text{Zn}/\text{Zn}^{2+} // \text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$
- ☒ B)  $\text{Zn}/\text{Zn}^{2+} // \text{Ag}^+/\text{Ag}$
- C)  $\text{Cd}/\text{Cd}^{2+} // \text{Ag}^+/\text{Ag}$
- D)  $\text{Cu}/\text{Cu}^{2+} // \text{Ag}^+/\text{Ag}$
- E)  $\text{Cd}/\text{Cd}^{2+} // \text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$

10. Sobre las celdas galvánicas, indique verdad (V) o falsedad (F) de cada una de las siguientes proposiciones:

( ) Consiste en provocar una reacción química por medio de la electricidad

( ) Es un fenómeno en el cual los electrones viajan de cátodo a ánodo

( ) En la celda:

$\text{Zn}_{(\text{s})}/\text{Zn}^{2+}(1 \text{ M}), \text{SO}_4^{2-}(1 \text{ M}) // \text{Cu}^{2+}(1 \text{ M}), \text{SO}_4^{2-}(1 \text{ M})/\text{Cu}_{(\text{s})}$

el cátodo es la semicelda donde se encuentra el Zn

A) FFV

B) FVV

C) VVV

D) VFV

☒ E) FFF



## FIN DE LA SESIÓN

PRACTICA Y APRENDERÁS